



## SISTEMA PERIÓDICO

IES Meléndez Valdés  
Villafranca de los Barros  
Zafra

La tabla periódica actual, o sistema periódico, ordena los elementos por el Z. Está basada en la que fue presentada por **Mendeleiev** en 1869 como una manera de clasificar los elementos conocidos. Permitía establecer relaciones entre sus propiedades facilitando su estudio.

Alcalinos		Alcalino-térreos		H		Boroideos o Térreos		Carbonoideos		Nitrogenoideos		Anfígenos o Calcógenos		Halógenos		Gases nobles		
Li	Be											B	C	N	O	F	He	Ne

**Las propiedades químicas de los elementos están íntimamente ligadas a la estructura electrónica de su última capa.**

Una línea quebrada separa, aproximadamente, **los metales** (que se sitúan a la izquierda de la línea) y **los no metales** (a la derecha).

A izquierda y derecha de la línea que divide metales y no metales se sitúan una serie de elementos (trama oscura) que tienen propiedades de ambos, son los llamados **semimetales o metaloides**.

Los gases (trama vertical) se concentran a la derecha del S.P

Buena parte de los metales “típicos”: hierro, cobre, zinc, plata, oro... se encuentran entre los elementos de transición.

Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
		La															
		Ac															

- Los gases nobles tienen una estructura electrónica especialmente estable que se corresponde con ocho electrones en su última capa:  $ns^2p^6$  (excepto el He que tiene dos).
- Todos los elementos tiende a adquirir la estructura de gas noble. Para eso tratan de captar o perder electrones.
- Los elementos, como los halógenos o anfígenos, a los que les faltan solamente uno o dos electrones para adquirir la configuración de gas noble, tienen mucha tendencia a captar electrones transformándose en iones con carga negativa. **Se dice que son muy electronegativos. En general los no metales son elementos electronegativos y tienden a captar electrones para dar iones negativos.**
- Los elementos, como los alcalinos o alcalinotérreos, que están muy alejados de la configuración del gas noble siguiente, les resulta mucho más sencillo perder uno o dos electrones y adquirir la configuración electrónica del gas noble anterior. Por tanto, mostrarán mucha tendencia a formar en iones con carga positiva. **Se dice que son muy poco electronegativos. En general los metales son poco electronegativos y tienden a perder electrones para dar iones positivos.**
- Los metales tienen **energías de ionización bajas** (cuesta muy poco arrancarles un electrón), la razón es bastante sencilla: si tienden a ceder electrones bastará con comunicarles muy poca energía para que los cedan.
- Los no metales, sin embargo, muestran **energías de ionización elevadas**: si lo que quieren es captar electrones mostrarán muy poca tendencia a cederlos. Por tanto, habrá que comunicarles mucha energía para arrancárselos.



## Propiedades Periódicas

Son aquellas que presentan cierta regularidad en los elementos del Sistema Periódico.

El valor de las mismas está relacionado con la posición de los elementos en el SP.

Sus variaciones en general, dependen de:

- **Carga del núcleo:** Su valor depende de Z.
- **Capa de valencia:** Capa más externa en la que los átomos tienen electrones. Determina la distancia de los electrones más exteriores al núcleo y afecta a las interacciones electrostáticas entre el núcleo y los electrones
- **Efecto de pantalla:** Repulsión provocada sobre los electrones más exteriores (de la capa de valencia) por parte de las capas electrónicas internas. Esta repulsión hace disminuir el efecto de la carga nuclear. Resulta así el concepto de carga nuclear efectiva que supone valorar la carga del núcleo más el efecto de pantalla.

### Estructura electrónica

Puede considerarse una propiedad periódica de los elementos.

- En los elementos representativos el electrón diferenciador siempre se halla en la capa más externa, en los de transición en la n-1 y en los de transición interna en la n-2.
- Los elementos de un mismo grupo tienen el mismo número de electrones en la última capa.
- La situación de un elemento en el SP da información del último nivel ocupado, orbital que se llena, número de electrones que intervienen en un proceso químico. A veces, para justificar algunos comportamientos químicos, debemos considerar que las configuraciones electrónicas de los átomos en su estado fundamental no cumple rigurosamente las reglas de Aufbau. Los átomos presentan estructuras electrónicas más estables en las que las capa o subniveles se encuentran llenos o semillenos.

### Energía de ionización

Se define la energía de ionización (algunas veces se le llama potencial de ionización) como la energía que hay que comunicar a un átomo neutro, y en estado gaseoso, para arrancar el electrón más débilmente retenido:



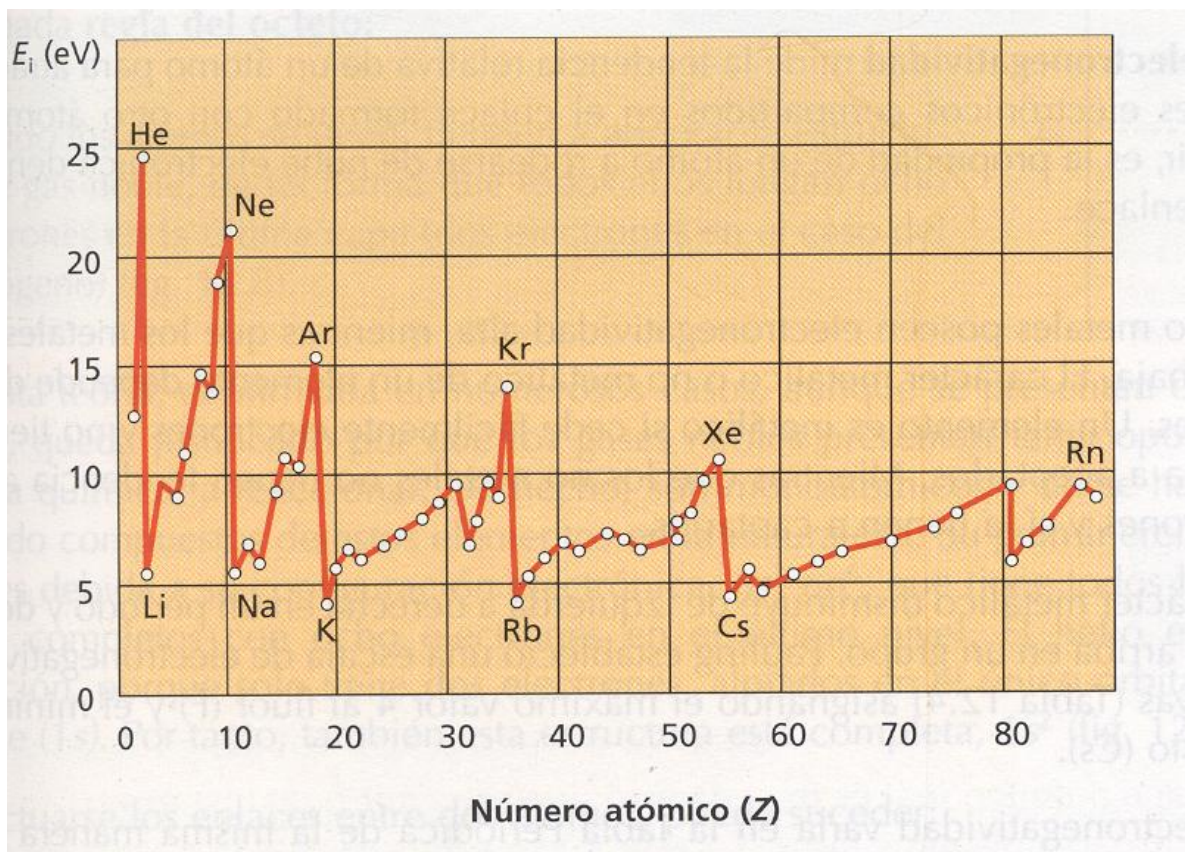
Rigurosamente deberíamos hablar de primera energía de ionización cuando se arranca el primer electrón, segunda energía de ionización cuando arrancamos el segundo (siempre mayor ya que hay que extraer una carga negativa de un átomo con carga positiva), tercera energía de ionización cuando arrancamos el tercero... etc.

**La energía de ionización dependerá de la fuerza con que el electrón esté ligado al núcleo y ésta aumentará si la carga del núcleo es grande y la distancia pequeña.**

**Teniendo en cuenta que cuando nos desplazamos hacia la derecha en un periodo los electrones de la capa de valencia se sitúan a la misma distancia del núcleo, mientras que el número de protones crece, la energía de ionización crecerá hacia la derecha.**

Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
E.I (kJ/mol)	520,2	899,5	800,6	1086,5	1402,3	1313,9	1681,0	2060,7

Como se observa en la tabla la tendencia es a crecer hacia la derecha. Se observan valores anormalmente altos para el Be y el N que se pueden explicar por la especial estabilidad de la configuración  $2s^2$  (con el nivel s lleno) para el Be y  $2s^2 p^3$  (con el nivel p semilleno) para el N. Observar la gran energía de ionización del Ne debido a la gran estabilidad de la estructura  $2s^2 p^6$ .

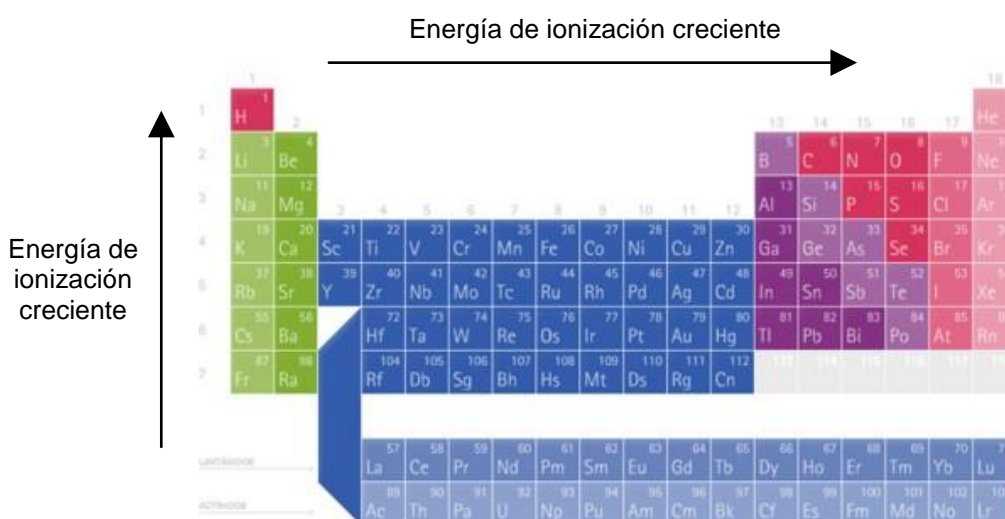


Si descendemos en un grupo la distancia al núcleo aumenta (a medida que descendemos aumenta el número de capas), mientras que el aumento de la carga nuclear ejerce menor influencia debido a que los electrones situados en órbitas inferiores “apantallan” en gran medida la carga del núcleo. La energía de ionización, por tanto, disminuye a medida que se desciende en un grupo.

Elemento	E.I (kJ/mol)
Li	520,2
Na	495,8
K	418,8
Rb	403,0

Considerando la variación en conjunto diremos que los elementos con una energía de ionización elevada se situarán en la parte superior derecha de la tabla periódica y los que tienen una energía de ionización más baja lo harán en la parte inferior izquierda de la tabla.

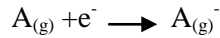
De manera general los no metales tienen energías de ionización elevadas mientras que los metales muestran energías de ionización bajas.





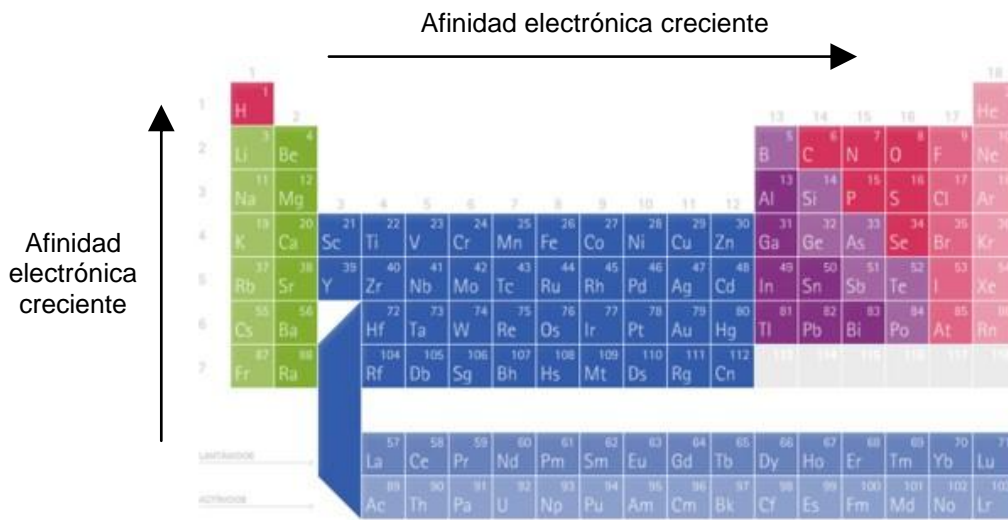
## Afinidad electrónica

Se define como la energía liberada cuando un átomo gaseoso en estado fundamental incorpora un electrón libre, transformándose en ión negativo. Se refiere siempre a un mol de átomos.



Se trata de energías desprendidas, por lo tanto en los casos en que es mayor representa procesos más favorables

Sus valores no guardan una relación muy clara con la situación de los elementos en la TP, no obstante se puede apreciar que en valor absoluto:



## Electronegatividad

**La electronegatividad mide la tendencia de los elementos para atraer hacia sí el par de electrones compartido con otro..**

Los elementos con gran potencial de ionización y afinidad electrónica tendrán también un valor alto de su electronegatividad

No pueden medirse sus valores pero sí se puede establecer una escala comparativa. La más empleada es la de Pauling

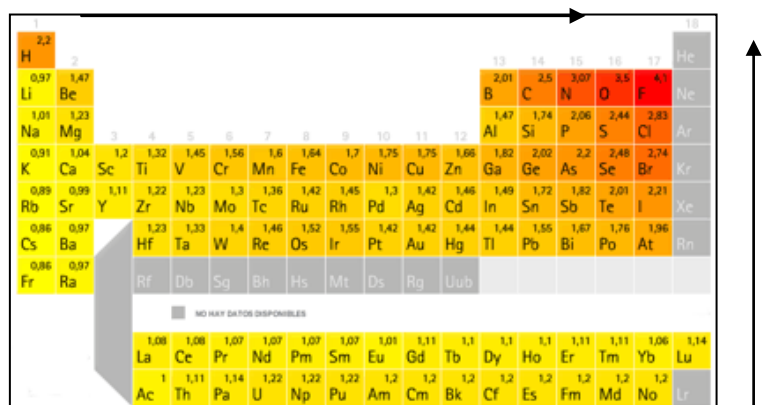
Electronegatividades altas indican gran apetencia por los electrones. Los no metales son muy electronegativos.

Una electronegatividad baja indica tendencia a perder electrones. Los metales tienen electronegatividades bajas.

**En un periodo la electronegatividad aumenta hacia la derecha.**

**En un grupo los elementos más electronegativos son los situados más arriba y la electronegatividad disminuye a medida que se desciende.**

**En conjunto, por tanto, la electronegatividad aumenta hacia arriba y hacia la derecha. Los elementos más electronegativos son los situados en el ángulo superior derecho de la tabla.**







## Tamaño de los átomos

Los átomos se consideran de forma esférica.

En los metales corresponde a la mitad de la distancia internuclear (radio metálico)

En los no metales se considera como la mitad de la longitud de enlace molecular (radio covalente).

El tamaño de un átomo viene condicionado por los factores:

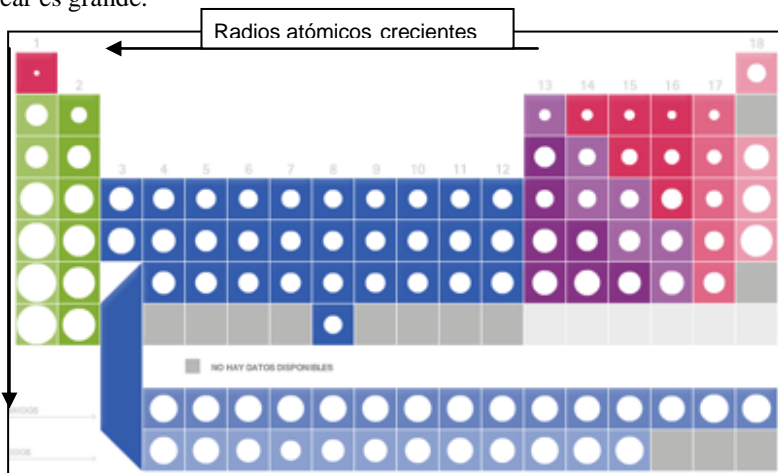
- **El número de capas que posea.** Los átomos que tengan más capas tendrán, lógicamente, un tamaño superior a aquellos otros que posean pocas capas.
- **El número de electrones situado en la última capa o capa de valencia.** La existencia de muchos electrones en la última capa hace que aumente el tamaño del átomo, ya que los electrones, al ser cargas negativas, se repelen y tienden a separarse unos de otros.
- **La carga del núcleo.** Un electrón situado a determinada distancia del núcleo estará más fuertemente atraído por éste (tendiendo a situarse a menor distancia) si la carga nuclear es grande.

Si nos situamos en un grupo, los átomos tendrán mayor número de capas a medida que descendemos.

**Los elementos más pequeños estarán situados en la parte superior y los más voluminosos en la parte de abajo del sistema periódico.**

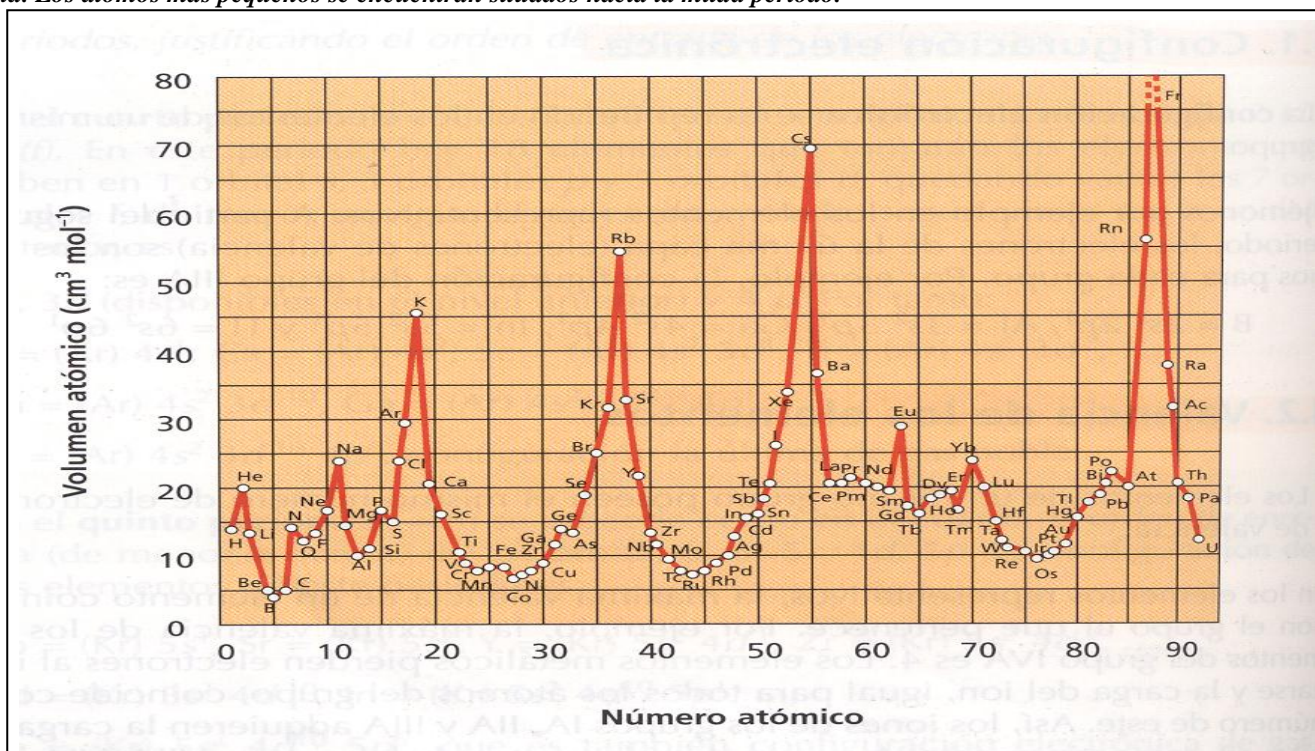
En un periodo todos los elementos tienen igual número de capas (aunque los elementos de transición colocan los electrones en el subnivel “d” de la penúltima capa, éste se encuentra muy cerca de la última).

**En los periodos cortos, y a medida que vamos hacia la derecha, aumenta la carga nuclear y la tendencia es a disminuir el tamaño de los átomos**, ya que el efecto de repulsión entre los electrones (efecto de pantalla) no es grande debido a que no existe una gran acumulación en la capa.



En los periodos largos, y hasta aproximadamente la mitad del mismo, la tendencia es a disminuir el tamaño de los átomos debido al aumento de carga nuclear. A partir de la mitad, y debido a la gran concentración de electrones, el efecto de repulsión se hace más importante y la tendencia es a que el tamaño crezca.

En resumen, en los periodos largos, **el tamaño decrece desde la izquierda hacia el centro y aumenta desde éste a la derecha. Los átomos más pequeños se encuentran situados hacia la mitad periodo.**





*En el caso del radio iónico, su valor evoluciona:*

- 1. El radio de los iones positivos será menor que el del átomo neutro, debido a la contracción de la nube electrónica.*
- 2. El radio de los iones negativos será mayor que el del átomo neutro por el aumento de la repulsión de los electrones.*
- 3. Para iones de diferentes grupos sólo se podrá comparar si se trata de iones isoeléctricos*
- 4. Los iones de un mismo grupo tendrán su radio mayor al aumentar  $Z$  por el aumento del número de capas.*

### **Carácter metálico**

Las propiedades metálicas de los metales guardan una relación con la afinidad electrónica y el potencial de ionización (igual que la electronegatividad).

Los elementos más metálicos están en el extremo inferior izquierdo donde se encuentran los más activos desde un punto de vista metálico (lugar opuesto a los de mayor electronegatividad). Los no metales más activos se encuentran arriba y a la derecha.

### **Número de oxidación**

Corresponde al número de cargas eléctricas que tendría un átomo si los enlaces en esa sustancia fueran iónicos.

Depende de la estructura electrónica de la capa de valencia, al menos en los grupos principales.

Los elementos al adquirir el estado de oxidación buscan adquirir distribuciones electrónicas estables (gases nobles, o subniveles llenos, semillenos....)